

KÉMIA

SZERVETLEN



A 2016-OS ÉRETTSÉGI KÖVETELMÉNYEINEK
MEGFELELŐ OKTATÁSI SEGÉDANYAG

© 2016 PRESSTERN SOLUTIONS

Tartalom

Az atom szerkezete	1
Atom. Részecske. Molekula	1
Atommodellek.....	3
A.) J. Thomson féle atommodell	3
B.) A Rutherford-féle vagy „bolygó” atommodell	4
C.) A Bohr-féle atommodell.....	4
Orbitál típusok.....	5
Az elektronszintek feltöltődése elektronokkal. Elektronkonfigurációk ...	6
Az elemek periódusos rendszere	9
A periódusos rendszer szerkezete	9
Az elemek tulajdonságainak változása	10
Kémiai kötések.....	14
Az atomok közötti kötések.....	14
Ionos kötés. Ionos rácsok	14
Kovalens kötés.....	16
Nem poláris kovalens kötés	17
Poláris kovalens kötés.....	17
Koordinatív kovalens kötés. Komplex vegyületek	19
A fémes kötés	21
Molekulák közötti kötések.....	21
Van der Waals kötések.....	21
Hidrogénkötés.....	22
Oldatok	23
Oldatok. Oldódás.....	23
Oldékonyság.....	23
Az oldatok koncentrációja	25
Kristályhidrátok.....	27
A gáztörvények.....	28
A gáz halmazállapot. Az ideális gáz.....	28
A gáz halmazállapot jellemzői. Az ideális gázok törvénye.....	28
Molekulatömeg. A gázok sűrűsége. Moláris tört. Parciális nyomás	30
Avogadro törvénye és annak alkalmazásai.....	32

Termokémia	33
Belső energia. Reakcióentalpia.....	33
Hőátadással járó folyamatok.....	36
Hess törvénye	36
Kötési energia	38
Reakciókinetika	39
Reakciósebesség.....	39
A reakciósebesség törvénye	40
A reakciósebességet befolyásoló tényezők	40
A koncentráció hatása	40
A hőmérséklet hatása. Arrhenius egyenlete	40
Az érintkező felület hatása	41
A katalizátorok hatása.....	41
Kémiai egyensúly	42
Kémiai egyensúly	42
A kémiai egyensúlyt befolyásoló tényezők. Le Châtelier elv.....	43
Kémiai reakciók.....	45
Sav-bázis reakciók (Proton átadással járó reakciók)	45
Savak és bázisok	45
A víz önionizációja. A víz ionszorzata	46
Oldatok pH értékének kiszámítása	46
Erős egyértékű savak, erős egyértékű bázisok.....	47
Gyenge egyértékű savak, gyenge egyértékű bázisok	47
Semlegesítési reakciók	49
Sav-bázis titrálás	49
Pufferoldatok.....	51
Oxido-redukciós reakciók	51
Az oxidációs szám	51
Oxido-redukciós reakciók	52
Elektrokémia	53
A galváncella	53
Elektrolizáló cella.....	54
A víz elektrolízise	55
Az elektrolízis törvényei.....	55

Az atom szerkezete

Atom. Részecske. Molekula

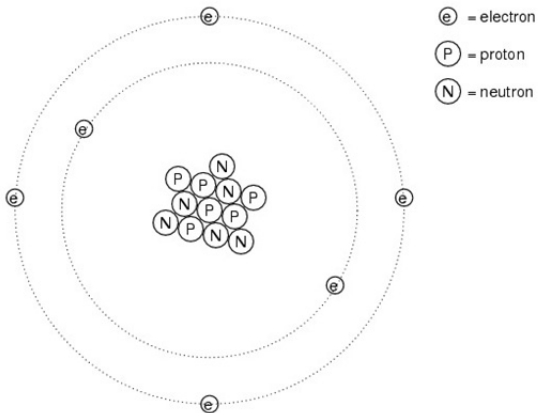
Az atom a kémiai elem legkisebb részecskéje, elektromosan semleges, nagy sűrűségű atommagból és az azt körülvevő elektronfelhőből áll.

Elemi vagy szubatomi részecskék az atom tovább nem oszthatónak tekintett alkotórészei. Az atomok építőelemei a protonok, neutronok és elektronok.

A molekula egy vagy több atomból áll, kifelé elektromosan semleges, elég stabil. A molekulák a vegyületek alapelemei, közöttük molekulakötések képződnek.

Az atomok nem oszthatatlanok, ahogy a XIX. századig hitték, hanem bonyolult összetételűek van. Minden atom egy atommagot tartalmaz, amit elektronburok vesz körül. Minden fajta atom a rá jellemző atommagból és elektronburokból áll, amik megkülönböztetik a többi atomtól. A kémiai folyamatokat az atomok legkülső elektronjai határozzák meg.

Az atom magjának pozitív elektromos töltése van, szorosan egymáshoz kötődő protonok és neutronok alkotják.



1.1. ábra – Az atom szerkezete

Az atommag építőelemeinek tömegét atom-tömegegységben (ate) fejezzük ki, értéküket az alábbi táblázat tartalmazza:

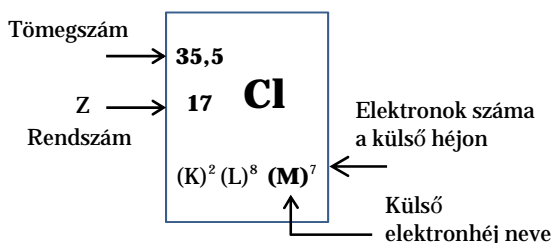
1. táblázat – Elemi részecskék

Részecske	Elektromos töltés	Tömeg (ate)*	Jel
elektron	-1	0.000549	${}_{-1}^0e (e^-)$
proton	+1	1.00728	${}_{+1}^1p (p^+)$
neutron	0	1.00867	${}_{0}^1n (n^0)$

$$* 1 \text{ uam} = \frac{m_{12}^{12}C}{12}$$

Amint az 1. táblázatból látható, az elektron tömege nagyon kicsi, gyakorlatilag elhanyagolható a proton vagy neutron tömegéhez képest. Ezért az atom tömege a magban koncentrálódik.

Az atomok jelölésére a vegyjelet és egy sor kiegészítő adatot használunk az atomok periódusos rendszerében.



Atomszám, Z az atom sorszámát jelenti a periódusos rendszerben, az atommagban levő protonok számával egyenlő.

Tömegszám, A az atommagban levő protonok és neutronok számának összege.

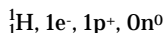
Mivel az atomok kifelé elektromosan semlegesek, a protonok száma egyenlő az elektronburokban levő elektronok (e^-) számával. Az atom protonjainak, neutronjainak és elektronjainak száma közötti összefüggés eszerint:

Például: ${}_{11}^{23}\text{Na}$: $Z = 11 \rightarrow p^+ = 11$; $e^- = 11$; és $n^0 = A - Z = 12$

Izotópok egyazon elem atomjai, vagyis Z atomszámuk megegyezik (a periódusos rendszerben ugyanazt a helyet foglalják el), de különbözik A tömegszámuk (neutronjaik száma, tehát tömegük különbözik). Tulajdonságaik alig különböznek.

Példa: A hidrogénnek három izotópja van:

- *Könnyű hidrogén (prócium)*, a leggyakoribb hidrogénizotóp (99,84%); ez fordul elő a szokásos vegyületekben (víz, szénhidrogének, hidridek stb.).



Az elemek periódusos rendszere

A periódusos rendszer szerkezete

A periódusos rendszer mai szerkezete fokozatosan alakult ki. Legelőször Mengyelejev orosz tudósnek tűnt fel 1869-ben, hogy bizonyos elemek kémiai tulajdonságai valamilyen rendszer szerint ismétlődnek. Az akkor ismert 63 elemet atomtömegük sorrendjében rendezte, a hasonló tulajdonságúakat egymás alá írta egy táblázatba.

A periódusos rendszer rövid alakját 1905-ben véglegesítették. A hosszú formát Rang és Werner dolgozta ki.

Ebben a formában az elemeket tömbökbe rendezték a vegyértékelektronok szerint.

A periódusos rendszer négy tömbje:

s tömb 1. és 2. csoportok

p tömb 3.-8. csoportok

d tömb a vegyértékelektron egy belső *d* orbitálon van

f tömb a megkülönböztető elektron egy belső (*n-2*) *f* orbitálon van

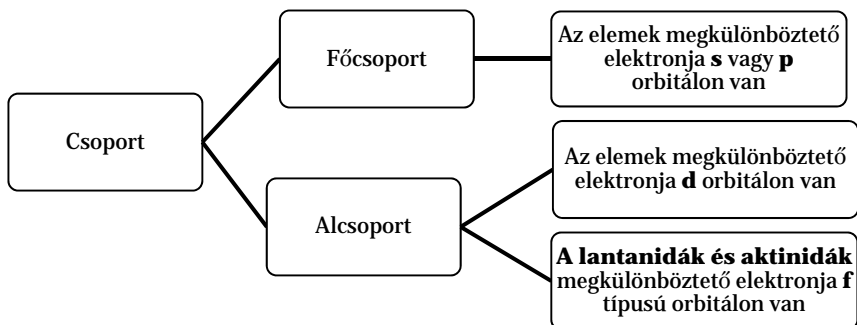
	ns										np																																					
1	H	He																																														
2	Li	Be									B	C	N	O	F	Ne																																
3	Na	Mg	$(n-1)d$								Al	Si	P	S	Cl	Ar																																
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																														
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																														
6	Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																														
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun																																						
	<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																		
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																		
	$(n-2)f$																																															

2.1. ábra. A periódusos rendszer szerkezete

A periódusos rendszer szerkezeti elemei:

- Csoportok, a függőleges oszlopok

- Periódusok, vízszintes sorok, amelyekben azok az elemek vannak, amelyeknek ugyanaz a legkülső, telített vagy telítetlen elektronhéja.



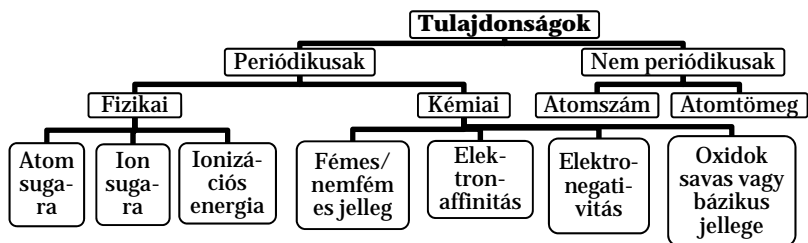
Egy főcsoport elemei a vegyértékhéjén ugyanolyan számú elektront tartalmaznak. Az utolsó héjén levő elektronok száma megegyezik a csoport számával. Néhány elem példája a 6. csoportból:

O $1s^2, 2s^2 2p^4$;

S $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^4$

Se $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^4$

Az elemek tulajdonságainak változása



Az elemek kémiai tulajdonságait a legreakcióképesebb vegyértékelektronok határozzák meg. A periódusos rendszer ugyanazon csoportjában levő elemek kémiai tulajdonságai hasonlóak, a perióduson belül változnak.

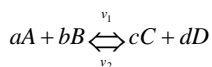
Az atom sugara egy elem két szomszédos atomja közötti távolság fele normális állapotban. Az atomi sugara a csoporton belül fentről lefelé növekszik, az s és p tömbökben egyazon perióduson belül balról jobbra csökken.

Kémiai egyensúly

Kémiai egyensúly

A kémiai reakciók időben történnek, beszélhetünk az átalakulások sebességéről. A reakciósebesség a kiindulási anyagok vagy a reakció termékei koncentrációjának egységnyi idő alatti változását jelenti. Irreverzibilis reakciók esetében a reakció csak egyik irányban megy végbe, reverzibilis reakciók esetében mindkét irányban.

Egy reverzibilis reakció általános formája:



A reakció sebessége $v_1 = k_1 [A]^a [B]^b$, a fordított reakció sebessége $v_2 = k_2 [C]^c [D]^d$.

A kémiai egyensúly (dinamikus egyensúly) a rendszer azon állapota, amelyben a reakció sebessége (v_1) egyenlő a fordított reakció sebességével (v_2).

A kémiai egyensúlyban levő rendszer minden pontjában egyforma a hőmérséklet és a nyomás, a vegyi összetétel pedig időben nem változik.

A kémiai reakciók nagy része mindkét irányban végbemegy, vagyis miközben a C és D reakciótermékek létrejönnek, ezek egymással reagálnak és A valamint B anyagok jönnek létre. Az ilyen reakciókat megfordítható vagy *reverzibilis* reakciónak nevezzük. Bizonyos körülmények között a kiindulási anyagokból termékek keletkeznek, más körülmények között a termékek reagálnak és a kiindulási anyagok keletkeznek.

A kezdeti $t = 0$ időpontban az A és B anyagok koncentrációi a legmagasabbak, ezért a részecskék találkozásának valószínűsége nagy, a v_1 reakciósebesség a legnagyobb. Ugyanakkor a C és D koncentrációja még nulla, ezért a fordított reakció sebessége $v_2 = 0$. Miközben az A és B reagál egymással, részecskéik száma csökken és ennek megfelelően a v_1 értéke is. Ugyanakkor a rendszerben megjelennek a C és D anyagok, amelyek egymással v_2 sebességgel reagálnak, amelyek folyamatosan nő. Adott pillanatban a rendszer egyensúlyi állapotba kerül, ahol $v_1 = v_2$.

Az egyensúlyi állapot elérése után, amely adott nyomáson és hőmérsékleten következik be, a rendszerben levő anyagok koncentrációja állandó marad, ami így írhatunk fel:

$$v_1 = v_2 \Leftrightarrow k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d \Leftrightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K$$

Ahol K az egyensúlyi állandó, k_1 , és k_2 a reakció illetve a fordított reakció sebességi állandói.

A K egyensúlyi állandó értéke a hőmérséklettől és gáz halmazállapotú anyagok esetében a nyomástól is függ.

Ez az egyenlet a **tömeghatás törvénye**, minden kémiai egyensúlyban levő rendszerre érvényes, 1867-ben fogalmazta meg Guldberg és Waage a következő formában:

Egyensúlyban a termékek megfelelő hatványon vett egyensúlyi koncentrációinak szorzata osztva a kiindulási anyagok megfelelő hatványon vett egyensúlyi koncentrációinak szorzatával, egy adott hőmérsékleten állandó.

A tömeghatás törvénye, amit a kémiai egyensúly törvényének is nevezünk, a gyakorlatban nagy fontossággal bír, ennek alapján lehet kiszámítani egy egyensúlyban levő rendszer összetevőinek koncentrációját adott körülmények között, a kiindulási anyagok koncentrációja és a K egyensúlyi állandó ismeretében. A kémiai egyensúlyt befolyásoló tényezők megváltoztatásával az egyensúlyt a kívánt irányba lehet eltolni.

A ΔG szabad entalpia értéke mutatja meg, melyik irányban megy végbe spontán módon a reakció:

$\Delta G = \Delta G_{\text{termékek}} - \Delta G_{\text{kiindulási anyagok}} = 0 \rightarrow$ a rendszer egyensúlyban van;

$\Delta G_{\text{kiindulási anyagok}} > \Delta G_{\text{termékek}} \rightarrow$ a reakció spontán módon balról jobbra zajlik (reakciótermékek keletkezése);

$\Delta G_{\text{kiindulási anyagok}} < \Delta G_{\text{termékek}} \rightarrow$ a reakció spontán módon jobbról balra zajlik (a reakciótermékek bomlása).

A kémiai egyensúlyt befolyásoló tényezők.

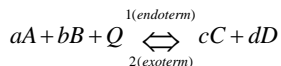
Le Châtelier elv

A kémiai egyensúly dinamikus, vagyis az ellentétes irányú reakciók egyidejűleg folynak. Az egyensúly dinamikus jellege teszi lehetővé az egyensúly eltolását valamelyik irányba az alábbi tényezők (egy vagy több) módosításával: **koncentráció, hőmérséklet, nyomás**. A kémiai egyensúly eltolódásának iránya külső behatás következtében a Le Châtelier által megfogalmazott elv következménye:

Ha egy rendszer egyensúlyban van, akkor bármely, a rendszerre ható változás olyan irányba tolja el az egyensúlyt, ami az alkalmazott változtatás hatását megszünteti.

A hőmérséklet hatása

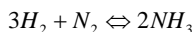
Ha egy kémiai egyensúlyban levő rendszer hőmérsékletét növeljük, az egyensúly annak a reakciónak irányába tolódik el, amely hőt nyel el, vagyis az endoterm reakció irányába.



A nyomás hatása

Ha egy egyensúlyban levő gáz fázisú rendszer nyomását növeljük, az egyensúly abba az irányba tolódik el, amelyikben a nyomás csökkenése következik be.

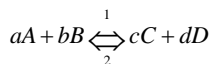
Példa: Az ammónia (NH₃) elemeiből történő szintézise esetében:



Mivel a reakció térfogatcsökkenéssel jár, a nyomás növelése az egyensúlyt jobbra tolja el.

A koncentráció hatása

Ha egy egyensúlyban levő rendszerben egyik összetevő koncentrációját növeljük, az egyensúly az illető összetevő fogyása irányába tolódik el.



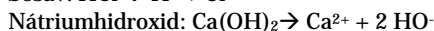
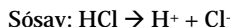
Kémiai reakciók

Sav-bázis reakciók (Proton átadással járó reakciók)

Savak és bázisok

Svante Arrhenius elmélete szerint (1887), **savak** azok a vegyületek, amelyek vizes oldatban hidrogénionokat (H^+) adnak le, **a bázisok** azok a vegyületek, amelyek vizes oldatban hidroxilionokat (HO^-) tesznek szabaddá.

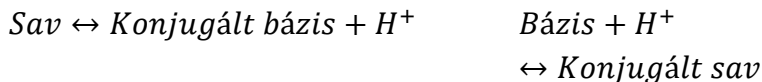
Példa:



A savak és bázisok általánosabb meghatározását a savak és bázisok protolitikus elmélete (Johannes Brønsted és Thomas Lowry) adja. A Brønsted-Lowry elmélet értelmében, **a savak** olyan vegyületek, amelyek egy vagy több protont adnak le, **a bázisok** pedig egy vagy több protont vesznek fel.

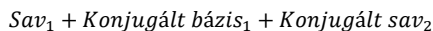
Konjugált savak és bázisok

Valamely sav proton leadásával a maga konjugált bázisává alakul, minden bázis proton felvételével a konjugált savvá alakul:



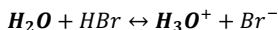
Erős sav konjugáltja gyenge bázis és fordítva.

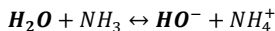
Azokat a reakciókat, amelyekben protonok átadása történik, protolitikus reakcióknak nevezzük, általános egyenletük:



Azokat a vegyületeket, amelyek bázisokkal reagálva protont adnak le, savakkal reagálva protont vesznek fel, amfoter vegyületeknek vagy sav-bázis amfolitoknak nevezzük.

Példa:

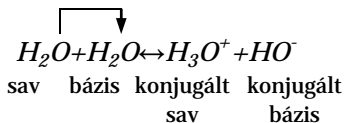




A vízmolekula a hidrogén-bromid molekulával reagálva protont vesz fel, az ammónia molekulának protont ad át, ezért amfotér jellegű.

A víz önionizációja. A víz ionszorzata

A víz amfotér jellege miatt két vízmolekula között is végbemegy proton leadás-felvétel, a víz ionizációját az alábbi egyensúlyi reakcióegyenlet szemlélteti:



A víz önionizációjának egyensúlyi állandója:

$$K_C = \frac{C_{H_3O^+} \cdot C_{HO^-}}{C_{H_2O}^2}$$

Mivel az egyensúly nagymértékben balra tolódott, úgy tekinthetjük, hogy $C_{H_2O} =$ állandó, ebből következően:

$$K_v = K_C \cdot C_{H_2O}^2 = C_{H_3O^+} \cdot C_{HO^-},$$

ahol K_v a víz ionszorzata.

Kísérletileg igazoltan a víz ionszorzata 25 °C hőmérsékleten állandó, értéke: $K_v = 10^{-14}$.

Oldatok pH értékének kiszámítása

Egy oldat pH értéke a hidróniumionok (hidrogénionok) moláris koncentrációjának negatívan vett tízes alapú logaritmusával:

$$pH = -\lg C_{H_3O^+} = -\lg C_{H^+}$$

Hasonló módon határozzuk meg egy oldat pOH értékét is:

$$pOH = -\lg C_{OH^-}$$

Mivel a víz ionszorzata, $K_v = C_{H^+} \cdot C_{OH^-} = 10^{-14} \rightarrow pH + pOH = 14$.

		pH	[H ⁺]	[OH ⁻]
		14	1 × 10 ⁻¹⁴	1 × 10 ⁰
Bázikus	↑ NaOH, 0,1 M	13	1 × 10 ⁻¹³	1 × 10 ⁻¹
	Fehéritő	12	1 × 10 ⁻¹²	1 × 10 ⁻²
	Ammónia	11	1 × 10 ⁻¹¹	1 × 10 ⁻³
	Oltott mész	10	1 × 10 ⁻¹⁰	1 × 10 ⁻⁴
	Magnéziumos tej	9	1 × 10 ⁻⁹	1 × 10 ⁻⁵
	Borax	8	1 × 10 ⁻⁸	1 × 10 ⁻⁶
	Szénsavas víz	7	1 × 10 ⁻⁷	1 × 10 ⁻⁷
Semleges	{ Vér, könnyek	6	1 × 10 ⁻⁶	1 × 10 ⁻⁸
	Tej, nyál	5	1 × 10 ⁻⁵	1 × 10 ⁻⁹
Savas	↓ Esővíz	4	1 × 10 ⁻⁴	1 × 10 ⁻¹⁰
	Fekete kávé	3	1 × 10 ⁻³	1 × 10 ⁻¹¹
	Paradicsom	2	1 × 10 ⁻²	1 × 10 ⁻¹²
	Bor, kóla	1	1 × 10 ⁻¹	1 × 10 ⁻¹³
	Citrom	0	1 × 10 ⁰	1 × 10 ⁻¹⁴
	Gyomorsav			

9.1. ábra – Egyes gyakrabban előforduló pH értékek

Erős egyértékű savak, erős egyértékű bázisok

Erős savak illetve bázisok azok a savak és bázisok, amelyek vizes oldatban teljesen disszociált állapotban vannak.

Példa: Számítsuk ki 10⁻² M HCl oldat pH értékét!

A sósav erős sav, tehát vízben teljesen disszociál: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, a hidrogénionok koncentrációja egyenlő a sósav koncentrációjával:

$$c_{\text{H}^+} = c_{\text{HCl}} = 10^{-2} \rightarrow \text{pH} = -\lg c_{\text{H}^+} = -\lg(10^{-2}) = 2$$

Példa: Számítsuk ki 0,1 M NaOH oldat pH értékét!

A nátriumhidroxid erős bázis, tehát vízben teljesen disszociál: $\text{Na(OH)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HO}^-$, a hidroxil ionok koncentrációja egyenlő a nátriumhidroxid koncentrációjával:

$$c_{\text{HO}^-} = c_{\text{NaOH}} = 10^{-1} \rightarrow \text{pOH} = -\lg c_{\text{HO}^-} = -\lg(10^{-1}) = 1 \text{ \textit{și}} \text{ pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13.$$

Gyenge egyértékű savak, gyenge egyértékű bázisok

Sav disszociációállandó. Bázis disszociációállandó

Mivel a gyenge savak és bázisok disszociációja egyensúlyi reakció, meg lehet határozni ezek egyensúlyi állandóját, amit sav disszociációállandónak illetve bázis disszociációállandónak nevezünk.